

# Annexe au ch.13.

# LA CONDUCTIMETRIE

## I. COURANT ELECTRIQUE DANS UNE SOLUTION ELECTROLYTIQUE.

Un électrolyte est un liquide qui conduit le courant électrique. Dans un électrolyte, le courant électrique est dû au déplacement simultané des anions et des cations qui constituent cet électrolyte:

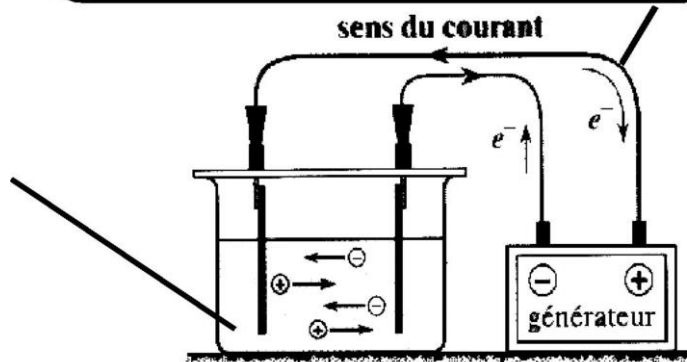
- Les anions se déplacent dans le même sens que les électrons: vers la borne + du générateur.
- Les cations se déplacent dans le même sens que le sens conventionnel du courant: vers la borne - du générateur.

Une solution moléculaire (eau pure, huile) ne conduit pas le courant électrique.

Dans un conducteur métallique, le courant électrique est dû au déplacement d'ensemble des électrons libres.

Le générateur provoque la circulation de ces électrons.

Le sens de déplacement des électrons est opposé au sens conventionnel du courant.



## II. CONDUCTIVITE IONIQUE.

La **conductivité**  $\sigma$  est une caractéristique de la solution. Elle représente la capacité de cette solution à conduire l'électricité. Elle s'exprime en  $S.m^{-1}$ .

C'est une **propriété de l'ensemble de la solution**. A une température donnée, en utilisant la même solution, on obtient des valeurs de conductivité identiques quelle que soit la cellule de conductimétrie utilisée.

La **conductivité** dépend: - **LA CONCENTRATION DE LA SOLUTION.**

La conductivité d'une solution ionique augmente quand la concentration molaire en soluté apporté croît.

- **LA NATURE DES IONS.**

La conductivité d'une solution d'électrolyte dépend de la nature des ions présents.

## III. RELATION ENTRE LA CONDUCTIVITE ET LA CONCENTRATION.

De toutes ces formules vues l'année dernière, une seule est réellement rencontrée dans les sujets du bac: La conductivité  $\sigma$  (en  $S.m^{-1}$ ) d'une solution contenant des ions  $X_i$  s'écrit:

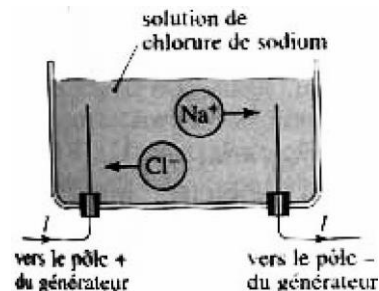
$$\sigma = \sum \lambda_i [X_i] \quad \text{avec } \lambda_i \text{ la conductivité molaire ionique de l'ion } X_i \text{ en } S.m^2.mol^{-1}$$

$$[X_i] \text{ la concentration molaire de l'ion } X_i \text{ en } mol.m^{-3}.$$

**Ex :** Déterminer la conductivité de la solution de chlorure de sodium de concentration  $c = 2,00.10^{-3} mol.L^{-1}$  qui contient les ions chlorure  $Cl^-_{(aq)}$  et sodium  $Na^+_{(aq)}$ .

$$\sigma = \lambda_{(Na^+)} \cdot [Na^+_{(aq)}] + \lambda_{(Cl^-)} \cdot [Cl^-_{(aq)}] \text{ or } [Na^+_{(aq)}] = [Cl^-_{(aq)}] = C$$

On en déduit  $\sigma = c \cdot ([Na^+] + [Cl^-]) = 2,00 (5,0 + 7,6).10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} S.m^{-1}$ .



| Cations         | $\lambda_i$ en $S.m^2.mol^{-1}$ |
|-----------------|---------------------------------|
| $H^+_{(aq)}$    | $3,5 \times 10^{-2}$            |
| $K^+_{(aq)}$    | $7,4 \times 10^{-3}$            |
| $NH_4^+_{(aq)}$ | $7,4 \times 10^{-3}$            |
| $Ag^+_{(aq)}$   | $6,2 \times 10^{-3}$            |
| $Na^+_{(aq)}$   | $5,0 \times 10^{-3}$            |
| $Li^+_{(aq)}$   | $3,9 \times 10^{-3}$            |
| Anion           |                                 |
| $HO^-_{(aq)}$   | $2,0 \times 10^{-2}$            |
| $Br^-_{(aq)}$   | $7,8 \times 10^{-3}$            |
| $I^-_{(aq)}$    | $7,7 \times 10^{-3}$            |
| $Cl^-_{(aq)}$   | $7,6 \times 10^{-3}$            |

### Remarque

- $\Sigma$  signifie que la somme porte sur tous les ions en solution, car tous les porteurs de charge participent à la conductivité. il faut donc tenir compte de **tous** les ions présents en solution.
- $[X_{i(aq)}]$  désigne la concentration molaire de l'ion  $X_i$  dans la solution étudiée. La possibilité de réactions entre les ions ne doit pas être oubliée puisque des ions peuvent disparaître ou se former.
- Le tableau ci-contre donne les conductivités ioniques molaires des principaux ions en solution aqueuse. Il montre que les **ions  $H_3O^+_{(aq)}$  et  $HO^-_{(aq)}$  ont une conductivité molaire ionique nettement plus grande que celle des autres ions**. Leur présence dans une solution confère donc, à celle-ci, à concentration équivalente, une conductivité importante.

## IV. EXERCICE D'APPLICATION.

**Ex1.** Soit une solution de bromure de sodium NaBr de concentration  $c = 5,0 \times 10^{-3} mol.L^{-1}$ .

- Ecrire la réaction de dissolution dans l'eau.
- Calculer les concentrations molaires des ions solvatés en solution.
- Calculer la conductivité de la solution.

**Ex2.** On prépare une solution de sulfate de sodium  $Na_2SO_4$  en dissolvant 3,55 g de ce composé dans l'eau pour obtenir 250 mL de solution.

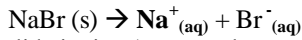
- Ecrire l'équation de dissolution.
- Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
- En déduire la concentration molaire des ions solvatés en solution.
- Calculer la conductivité de la solution.

Données :  $\lambda_{Na^+} = 5,0 \times 10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$  ;  $\lambda_{SO_4^{2-}} = 7,7 \times 10^{-3} S.m^2.mol^{-1}$  ;  $M(Na_2SO_4) = 142,1 g.mol^{-1}$ .

**REPONSES aux exercices d'application. :**

**Ex1.** Soit une solution de bromure de sodium NaBr de concentration  $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1. Ecrire la réaction de dissolution dans l'eau.
2. Calculer les concentrations molaires des ions solvatés en solution.
3. Calculer la conductivité de la solution.



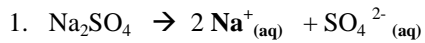
NaBr (solide ionique) est totalement dissocié dans l'eau :  $c = [\text{Na}^+_{(\text{aq})}] = [\text{Br}^-_{(\text{aq})}] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

$$\sigma = \lambda_{(\text{Na}^+)} \cdot [\text{Na}^+_{(\text{aq})}] + \lambda_{(\text{Br}^-)} \cdot [\text{Br}^-_{(\text{aq})}] = c \cdot ([\text{Na}^+] + [\text{Br}^-]) = 5,0 \cdot (5,0 + 7,8) \cdot 10^{-3} = 6,4 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}.$$

**Ex2.** On prépare une solution de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en dissolvant 3,55 g de ce composé dans l'eau pour obtenir 250 mL de solution.

1. Ecrire l'équation de dissolution.
2. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
3. En déduire la concentration molaire des ions solvatés en solution.
4. Calculer la conductivité de la solution.

Données :  $\lambda_{(\text{Na}^+)} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda_{(\text{SO}_4^{2-})} = 7,7 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142,1 \text{ g.mol}^{-1}$ .



$$2. n = \frac{m}{M} \text{ et } c = \frac{n}{V} \text{ donc } c = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{3,55}{142,1 \times 0,250} = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$3. \text{ On a } [\text{Na}^+] = 2 \cdot c = 2 \times 0,100 = 0,200 \text{ mol.L}^{-1} ; \quad [\text{SO}_4^{2-}] = c = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$4. \sigma = \lambda_{(\text{Na}^+)} \cdot [\text{Na}^+_{(\text{aq})}] + \lambda_{(\text{SO}_4^{2-})} \cdot [\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}] = \lambda_{(\text{Na}^+)} \cdot 2c + \lambda_{(\text{SO}_4^{2-})} \cdot c = c (2\lambda_{(\text{Na}^+)} + \lambda_{(\text{SO}_4^{2-})})$$

$$\sigma = 100 (2 \times 5,0 \times 10^{-3} + 7,7 \times 10^{-3}) = 1,77 \text{ S.m}^{-1}.$$